

MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES

¿Qué masa tiene un átomo? Para averiguarlo, no es posible utilizar el kg, la unidad de masa del SI, debido a las reducidas dimensiones de un átomo. Por esta razón, para poder establecer un valor para la masa de los átomos, se eligió una unidad patrón: la *unidad de masa atómica*.

La unidad de masa atómica, u , se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12, ^{12}C , y coincide aproximadamente con la masa de un protón.



MASA ATÓMICA

La masa atómica es la masa de un átomo. Como la mayoría de los elementos tienen varios isótopos, podemos definir la *masa atómica* de un elemento de la siguiente forma:

La masa atómica, m_a , de un elemento químico es la masa promedio de sus átomos expresada en unidades de masa atómica (u).

Como la masa de los electrones en el átomo es despreciable, la masa atómica de un elemento corresponderá en la práctica con la masa total de protones y neutrones, motivo por el que el número total de protones y neutrones en un átomo se denomina *número másico*. La masa atómica es una información básica de la tabla periódica.

EJEMPLO 1 ¿Cuál es la masa atómica del calcio?



- Consultamos la tabla periódica y observamos su valor.
- Expresamos la masa atómica como A (Ca): 40,08 u .

MASA MOLECULAR

Del mismo modo, definimos la *masa molecular* de una sustancia:

La masa molecular, m , de una sustancia es la masa de una entidad molecular de la sustancia expresada en unidades de masa atómica (u).

La entidad molecular está representada por su fórmula y se corresponde con molécula, fórmula empírica, átomos o iones, según su naturaleza. La masa molecular se calcula como la suma de las masas atómicas de los átomos que intervienen en la fórmula de la entidad molecular.

EJEMPLO 2 Calcula la masa molecular de la molécula de dióxido de carbono, CO_2 .

- Consultamos en la tabla periódica el valor de la masa atómica del carbono y del oxígeno: $m_a(\text{C})$: 12,01 u $m_a(\text{O})$: 16,00 u
- Calculamos la masa molecular del CO_2 :

$$m(\text{CO}_2): 1 \cdot m_a(\text{C}) + 2 \cdot m_a(\text{O})$$

$$m(\text{CO}_2): 1 \cdot 12,01 \text{ u} + 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 44,01 \text{ u}$$

Ejercicio 1. Calcula la masa molecular de estas sustancias: amoníaco (NH_3), ácido sulfúrico (H_2SO_4) y cloruro de litio (LiCl).

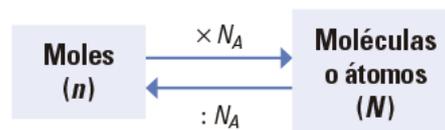
CÁLCULOS ELEMENTALES

¿Cuántas partículas contiene 1 kg de hierro? El número de átomos, moléculas o iones que hay en una masa determinada de sustancia es muy elevado, incluso si hablamos de masas pequeñas. Como resulta incómodo trabajar con esos valores, los científicos creyeron conveniente introducir una nueva magnitud que fuese fácil de manejar. Definieron entonces la cantidad de sustancia, n , cuya unidad en el SI es el mol.

Un mol es la cantidad de sustancia que contiene exactamente $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades elementales.

Entidades elementales: átomos, moléculas, iones, electrones o cualquier otra partícula o grupo especificado de partículas.

Este número, $6,02 \cdot 10^{23}$, es el valor de la constante de Avogadro, N_A y se denomina número de Avogadro. Por lo tanto:



La constante de Avogadro permite calcular el número de partículas N (átomos, moléculas, iones, etc.) a partir de la cantidad de sustancia n , y viceversa.

- Un mol de átomos equivale aproximadamente a $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos.
- Un mol de moléculas equivale aproximadamente a $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.

EJEMPLO 3. ¿Cuántos moles de átomos hay en una pieza de aluminio de $6,50 \cdot 10^{24}$ átomos?

Operamos utilizando un factor de conversión:

$$6,50 \cdot 10^{24} \text{ átomos Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Al}} = 10,8 \text{ mol Al}$$

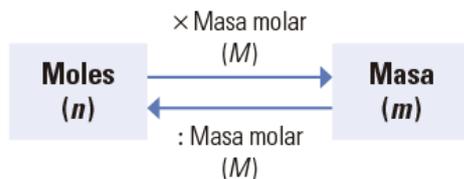
La cantidad de sustancia no se puede medir directamente en el laboratorio, ya que resulta imposible contar el número de átomos, moléculas, iones, etc. Primero debemos medir la masa de sustancia con una balanza y después relacionarla con la cantidad de sustancia.

La magnitud que relaciona el mol con la masa se denomina masa molar, M , y es la masa de un mol de sustancia.

Se mide en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ y su valor numérico coincide con el de la masa molecular, M , en el caso de sustancias puras, o el de la masa atómica, A , si se trata de átomos.

Recordemos que las masas atómicas y moleculares se miden en u. Así, por ejemplo:

$$A(\text{Fe}): 55,85\text{u} \rightarrow M(\text{Fe}): 55,85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$n = \frac{m}{M}$$

n = cantidad de sustancia
 M = masa molar
 m = masa

La masa molar nos permite calcular la cantidad de sustancia a partir de la masa, y viceversa.

EJEMPLO 4 ¿Cuántos moles hay en 100 g de H_2O ?

COMPRESIÓN. Para calcular el número de moles, necesitamos determinar la masa de un mol (masa molar).

DATOS. $m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ g}$

RESOLUCIÓN. Consultamos en la tabla periódica las masas atómicas del hidrógeno y del oxígeno: $A(\text{H}): 1,01\text{u}$; $A(\text{O}): 16,00\text{u}$

Determinamos la masa molecular del H_2O y, a partir de ella, su masa molar:

$$M(\text{H}_2\text{O}): 2 \cdot A(\text{H}) + 1 \cdot A(\text{O}) = 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02\text{u}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}): 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calculamos los moles que hay en 100 g de H_2O :

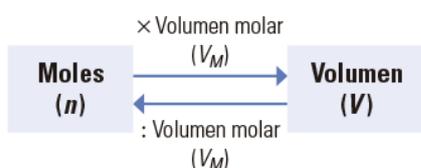
$$100 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 5,55 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Por otra parte, para expresar el volumen de un gas, hay que indicar la presión y la temperatura a la que se ha medido, ya que se produce una variación importante del volumen al cambiar alguna de las dos.

Se han establecido como condiciones normales de presión y temperatura para los gases: 1 atm y 273 K. En esta situación, 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 L.

El volumen molar, V_M , de un gas es el volumen que ocupa un mol de gas. En condiciones normales: $V_M = 22,7 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

En general, un mol de cualquier sustancia gaseosa ocupará siempre el mismo volumen si se mide en las mismas condiciones de presión y temperatura.



$$n = \frac{V}{V_M}$$

n = cantidad de sustancia
 V_M = volumen molar
 V = volumen

El volumen molar permite calcular el volumen a partir de la cantidad de sustancia, y viceversa.

EJEMPLO 8. Calcula la masa de hidrógeno que hay en 40 mL de $\text{H}_2(\text{g})$, medido en condiciones normales.

COMPRESIÓN

Gracias al volumen molar, podremos calcular el número de moles de hidrógeno. A continuación, con ayuda de la masa molar, determinaremos su masa.

DATOS. $V(\text{H}_2) = 40 \text{ mL}$; $A(\text{H}) = 1,01$

RESOLUCIÓN

Calculamos el número de moles de gas contenidos en el volumen que nos han dado. Para ello, expresamos el volumen en litros:

$$V(\text{H}_2) = 40 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,040 \text{ L H}_2$$

$$0,040 \text{ L H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,7 \text{ L H}_2} = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$$

Calculamos la masa molar y con ella hallamos la masa de hidrógeno:

$$M_r(\text{H}_2): 2 \cdot A_r(\text{H}) = 2 \cdot 1,01 = 2,02 \rightarrow M(\text{H}_2): 2,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2,02 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 3,6 \cdot 10^{-3} \text{ g H}_2$$